

## Chapitres 7-8 : ATOMES ET CLASSIFICATION PERIODIQUE

### 1-Les objectifs du chapitre

#### Ce que je dois connaître

- Le quadruplet de nombres quantiques décrivant l'état d'un électron dans un atome.
- L'ordre des niveaux d'énergie électroniques d'un atome
- Le **principe d'exclusion de Pauli, les règles de Hund et de Klechkowski**
- La structure du tableau périodique des éléments
- Les principales familles d'éléments (alcalins, alcalino terreux, halogènes, gaz nobles)
- Les éléments des deux premières périodes du tableau et les halogènes

#### Ce que je dois savoir faire

- Maîtriser le vocabulaire utilisé dans le chapitre.
- Associer un type de **transition énergétique** au domaine du spectre électromagnétique correspondant
- Déterminer la longueur d'onde d'une radiation à partir de la transition énergétique mise en jeu, et inversement.
- Etablir la **configuration électronique** d'un atome dans son état fondamental, et en déduire le nombre d'électrons non appariés et les ions stables.
- Relier la position d'un élément dans le tableau périodique à sa configuration électronique.
- Relier le caractère oxydant ou réducteur d'un corps simple à l'**électronégativité** de l'élément.
- Comparer l'électronégativité de deux éléments
- Interpréter l'évolution du **rayon atomique** dans le tableau périodique et comparer le rayon d'un atome et le rayon de ses ions.

## 2-Je maîtrise l'essentiel du chapitre

### I-Je connais mes définitions

Notion	Définition
Entités chimiques	Ce sont des atomes, des ions ou des molécules
Élément chimique	Regroupe l'ensemble des entités chimiques mononucléaires caractérisées par le même numéro atomique $Z$ (même nombre de protons dans leur noyau).
Corps simple	Entité chimique constitué d'atomes d'un même élément. (Ex : $O_2$ )
Corps composé	Entité chimique constitué d'atomes d'au moins deux éléments chimiques. (Ex : $H_2O$ )
Espèce chimique	Est un ensemble d'entités chimique identiques
Isotopes	Sont des noyaux possédant le même nombre $Z$ de protons mais des nombres de neutrons différents (nombres de masse $A$ différents). Des atomes présentent des isotopes stables (pas de modification au cours du temps) et des isotopes instables qui se désintègrent spontanément avec émission d'un rayonnement ou d'une particule (radioactivité).
Abondance isotopique	Proportions relatives des différents isotopes de chaque élément dans la nature.
Nombre quantique principal $n$	Premier nombre quantique dont la valeur caractérise une couche électronique (entier non nul ( $n \in \mathbb{N}^*$ ))
Nombre quantique secondaire $\ell$	Deuxième nombre quantique dont la valeur est associée au type d'une sous-couche électronique (s,p, d, f...). $\ell$ entier ( $0 \leq \ell \leq n - 1$ )
Nombre quantique magnétique $m_l$	Troisième nombre quantique, dont la valeur est telle que le triplet ( $n, l, m_l$ ) caractérise une orbitale atomique. $-l \leq m_l \leq +l$
Nombre quantique magnétique de spin $m_s$ .	Quatrième nombre quantique, intrinsèque à l'électron, il caractérise son état quantique.
Electrons de valence	Sont les électrons de la couche de nombre quantique principal $n$ le plus élevé. On ajoute les électrons situés dans des sous couches ( $n-1$ ) partiellement remplies. Ils sont les plus faiblement liés au noyau et sont arrachés lors de l'ionisation de l'atome.
Electrons de cœur	Ce sont tous les autres électrons (autres que ceux de valence.) Ils sont fortement liés au noyau.
Bloc s	Correspond au remplissage des sous couches s (Colonne 1 et 2 ainsi que He)
Bloc p	Correspond au remplissage des sous couches p. (colonnes 13 à 18°)
Bloc d	Correspond au remplissage des sous couches d.

<b>Bloc f</b>	Correspond au remplissage des sous couches F.
<b>Élément de transition</b>	Est un élément pour lequel, un atome ou un ion possède une sous-couche d partiellement remplie.
<b>électronégativité</b>	L'électronégativité traduit l'aptitude d'un atome d'un élément à tirer vers lui les électrons d'une liaison covalente. C'est une grandeur sans dimension strictement positive noté $\chi$ . Dans une période, l'électronégativité augmente lorsque le numéro atomique augmente. Dans une colonne, l'électronégativité diminue lorsque le numéro atomique augmente.
<b>Métaux</b>	(situés dans la partie gauche du tableau périodique, à l'exception de l'hydrogène) ils possèdent des propriétés communes : solides à température ambiante (exception du mercure), opaques et réfléchissants, en général malléables et ductiles (capacité à se déformer plastiquement sans se rompre), bons conducteurs électriques et thermiques. Ils possèdent un caractère réducteur.
<b>Non-métaux</b>	(situés dans la partie droite du tableau) ils ne possèdent pas les propriétés des métaux et sont en général de bons isolants. Ils possèdent plutôt un caractère oxydant.
<b>Caractère oxydant ou réducteur</b>	Les alcalins possèdent un caractère réducteur en raison de leur faible électronégativité. Les halogènes possèdent un caractère oxydant en raison de leur électronégativité élevée. Le caractère oxydant décroît lorsque le numéro atomique augmente dans la colonne des halogènes.
<b>Energie d'ionisation (EI)</b>	L'énergie de première ionisation $E_{I(1)}$ est la plus petite énergie qu'il faut fournir à l'atome gazeux pour lui arracher un électron. L'atome et le cation formé étant dans leur état fondamental. $X_{(g)} \rightarrow X^+_{(g)} + e^-$ $E_{I(1)}$ en eV à l'échelle atomique ; en $\text{KJ.mol}^{-1}$ à l'échelle macroscopique.
<b>Attachement électronique</b>	L'énergie de premier attachement électronique $A_1$ correspond à l'énergie mise en jeu lors de la capture d'un électron par un atome isolé gazeux. $X_{(g)} + e^- \rightarrow X^-_{(g)}$
<b>Affinité électronique (EA)</b>	L'affinité électronique est l'opposée de l'énergie de premier attachement électronique. Elle est égale à l'énergie nécessaire pour arracher un électron à l'anion X gazeux $EA = -A_1$

## II-Description de la matière a-Atomes et éléments b-Noyaux et isotopes (voir les définitions dans le tableau)

### III-Interaction lumière-matière

#### a-Quantification de l'énergie

#### Quantification de l'énergie dans la matière

- Dans un atome, ion monoatomique: l'énergie électronique est **quantifiée**, c'est à dire qu'elle ne peut prendre que certaines valeurs discrètes.
- Dans une molécule ou un ion polyatomique: l'énergie cinétique de rotation  $E_{\text{rot}}$  (de la molécule autour d'un axe), l'énergie de vibration  $E_{\text{vib}}$  (de vibration des atomes autour de leur position d'équilibre) et l'énergie électronique  $E_{\text{él}}$  (liée à la structure électronique des atomes) sont quantifiées.
- Certains noyaux (ex: noyaux  ${}^1_1\text{H}$ ) possèdent une énergie magnétique  $E_{\text{magn}}$  quantifiée quand ils sont soumis à l'action d'un champ magnétique extérieur.

#### b-Transition entre niveaux d'énergie

#### Transitions entre niveaux d'énergie

- Une transition entre deux niveaux d'énergie s'accompagne de l'absorption ou de l'émission d'un rayonnement.
- l'énergie du photon émis ou absorbé est donnée par:  $h\nu = \frac{hc}{\lambda} = \Delta E$
- avec  $h$  (constante de Planck  $h=6,626 \cdot 10^{-34} \text{J.s}$ )
- $c$  (célérité de la lumière  $c= 3,00 \cdot 10^8 \text{m.s}^{-1}$ )
- $\lambda$  longueur d'onde du rayonnement émis (en mètres)
- $\nu$  la fréquence en Hertz (Hz)
- $\Delta E$  écart énergétique entre les deux niveaux d'énergie considéré (en joules).

## c-Spectroscopie d'absorption

### Spectroscopie d'absorption

- Les techniques de spectroscopie d'absorption reposent sur l'analyse du rayonnement électromagnétique absorbé par l'entité chimique étudiée. La nature des transitions observées (rotationnelle, vibrationnelle, électronique, états de spin nucléaire) dépend de l'énergie (donc de la longueur d'onde) du rayonnement absorbé.
- Les techniques de spectroscopie informent entre autres sur l'énergie des électrons d'un atome, sur la structure d'un molécule.

Domaine du spectre	UV-Visible	IR proche	Micro-ondes et IR lointain	Ondes radio
Longueur d'onde	$200\text{nm} < \lambda < 800\text{nm}$	$800\text{nm} < \lambda < 20\mu\text{m}$	$\lambda \sim 1\text{mm}$	$\lambda > 1\text{m}$
Transitions associées	électroniques	vibrationnelles	rotationnelles	Entre états de spin nucléaire
Type de spectroscopie	UV-Visible	IR	IR	RMN

## I-V Niveaux d'énergie électroniques d'un atome

### a-Nombres quantiques

#### Etat quantique d'un électron

- L'état quantique (ou le comportement) d'un électron d'un atome est décrit par un quadruplet de nombres quantiques  $(n, \ell, m\ell, m_s)$

Nombre quantique	Signification physique	Règle de quantification
$n$ : nombre quantique principal	La valeur de $n$ caractérise une couche électronique	Entier naturel positif ( $n=1,2,3,4,\dots$ )
$\ell$ : nombre quantique secondaire	La valeur de $\ell$ caractérise une sous-couche électronique à laquelle on associe une lettre (s,p,d,f....). Le couple $(n, \ell)$ caractérise une sous-couche électronique et son énergie.	$\ell$ est un entier tel que : $0 \leq \ell \leq n-1$
$m\ell$ : nombre quantique magnétique	Le triplet $(n, \ell, m\ell)$ caractérise une orbitale atomique.	$m\ell$ est un entier relatif tel que : $-\ell \leq m\ell \leq +\ell$
$m_s$ : nombre quantique magnétique de spin	Moment magnétique de spin de l'électron.	Deux valeurs accessibles : $m_s = +\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$

## b-Niveaux d'énergie

### Niveaux d'énergie de l'atome

- L'énergie d'un niveau électronique d'un atome dépend des deux nombres quantiques  $n$  et  $\ell$ .
- L'énergie des niveaux électroniques croît dans l'ordre de  $(n+\ell)$  croissant. Pour deux valeurs égales de  $(n+\ell)$ , l'énergie croît avec  $n$ .
- Remarque: pour une valeur de  $\ell$  donnée,  $m_\ell$  peut prendre  $(2\ell + 1)$  valeurs. Ainsi une sous-couche est associée à  $(2\ell+1)$  orbitales atomiques de même énergie dites orbitales atomiques dégénérées.

La représentation schématique ci-dessous permet de retrouver l'ordre des niveaux d'énergie de l'atome.

	$l=0$	$l=1$	$l=2$	$l=3$	$l=4$
$n=1$	1s				
$n=2$	2s	2p			
$n=3$	3s	3p	3d		
$n=4$	4s	4p	4d	4f	
$n=5$	5s	5p	5d	5f	...
$n=6$	6s	6p	6d	...	
$n=7$	7s	7p	...		

## V-Configuration électronique fondamentale d'un atome ou d'un ion monoatomique.

### a-Principe de Pauli

#### Nombre d'électrons par OA

- Dans un atome ou un ion, deux électrons ne peuvent être décrits simultanément par le même quadruplet de nombres quantiques  $(n, \ell, m\ell, m_s)$ .
- Conséquence: une orbitale atomique contient au maximum deux électrons, de nombres quantiques magnétiques de spin  $m_s$  opposés.
- Deux électrons occupant une même orbitale atomique sont dits **appariés**.

### b-Règles de remplissage des niveaux d'énergie.

#### Règle de Klechkowski

- Pour obtenir la configuration électronique d'un atome dans son **état fondamental** (de plus basse énergie), **on remplit les niveaux d'énergie par ordre croissant d'énergie, c'est à dire dans l'ordre de  $(n+\ell)$  croissant. En cas d'égalité, dans l'ordre croissant de  $n$ .**

#### Règle de Hund

- Lorsque des électrons sont dans des orbitales atomiques dégénérées appartenant à une même sous-couche, la configuration la plus stable est celle qui correspond au nombre quantique magnétique total de spin maximal.
- Le nombre quantique magnétique total de spin d'un atome est  $M$ ,  $M$  est égal à la somme des nombres quantiques magnétiques de spin de tous les électrons de l'atome:
- $M_s = \sum_{i, \text{électrons}} m_{s,i}$
- **Donc on commence par remplir la sous-couche en occupant le maximum d'OA avec des spin up, puis on procède ensuite à l'appariement.**



## c-Configuration électroniques et propriétés des atomes.

### Propriétés chimiques électrons de valence et électrons de coeur

- Les **électrons de valence** sont les électrons de la couche de nombre quantique principal  $n$  le plus élevé auxquels on ajoute les électrons situés dans des sous-couches en partiellement remplies.
- ce sont les électrons le plus faiblement liés au noyau, arrachés lors de l'ionisation de l'atome et qui sont en jeu lors des réactions chimiques.
- Les autres électrons sont appelés **électrons de coeur**: ils sont fortement liés au noyau.

### Propriétés magnétiques

- Si dans la configuration électronique de l'atome ou de l'ion, tous les électrons sont appariés, le moment magnétique total de spin est nul ( $M_s=0$ ), l'atome ou l'ion est dit **diamagnétique**.
- L'atome ou l'ion est dit **paramagnétique** s'il possède dans sa configuration électronique au moins un électron non apparié (le moment magnétique total de spin est non nul dans ce cas:  $M_s \neq 0$ )

## VI-Classification périodique des éléments

### a-Architecture du tableau périodique

#### Structure du tableau

- Dans le tableau périodique, les éléments sont rangés dans l'ordre croissant de leur numéro atomique  $Z$ .
- La structure de celui-ci traduit le **remplissage progressif des sous-couches électroniques d'un atome: chaque ligne correspond au remplissage d'une nouvelle couche électronique  $n$ .**
- On retrouve une structure en blocs:
- le bloc s (colonnes 1 et 2 ainsi que He) correspond au remplissage des sous-couches s;
- le bloc d (colonnes 3 à 12) correspond au remplissage des sous-couches d;
- le bloc p (colonne 13 à 18) correspond au remplissage des sous-couches p;
- le bloc f (lanthanides et actinides) correspond au remplissage des sous couches f.

## b-Familles d'éléments

### Familles d'éléments

- Les éléments d'une même colonne constituent une famille d'éléments. ils ont **une structure électronique de valence identique et ont des propriétés chimiques voisines.**
- **-Famille des alcalins:** constituée des éléments de la première colonne sans H.
- **-Famille des alcalino-terreux:** constituée des éléments de la deuxième colonne.
- **-Famille des halogènes:** constituée des éléments de la 17ème colonne.
- **-Famille des gaz nobles:** constituée des éléments de la 18ème colonne.

### Éléments de transition

- **Les éléments de transition concernent tous les éléments pour lesquels un atome ou un ion possède une sous-couche d en cours de remplissage.**

### Métaux et non-métaux

- Les **métaux** possèdent des propriétés communes: solide à température ambiante, (sauf le mercure), opaques et réfléchissants, malléables et ductiles, bons conducteurs électriques et thermiques. ils possèdent un caractère réducteur.
- Les métaux sont situés dans la partie gauche du tableau (sauf H)
- Les **non-métaux** ne possèdent pas les propriétés précédentes. ils sont en général bons isolants, avec un caractère plutôt oxydant. ils sont situés dans la partie droite du tableau.

## VII-Electronégativité

### a-Echelle d'électronégativité de Pauling

#### Echelle d'électronégativité de Pauling

- Définition: L'électronégativité est une grandeur sans dimension (notée  $\chi > 0$ ) qui traduit l'aptitude d'un atome à attirer vers lui les électrons de la liaison de covalence qui le lie à un autre atome.
- Pauling définit l'échelle d'électronégativité à partir de grandeurs thermodynamiques: les énergies de liaison.

#### Evolution de l'électronégativité dans la classification

- Dans une période: l'électronégativité augmente lorsque le numéro atomique augmente (c'est à dire lorsque l'on se déplace de la gauche vers la droite).
- Dans une colonne: l'électronégativité diminue lorsque le numéro atomique augmente (c'est à dire de haut en bas lorsque l'on descend dans une colonne).

#### Caractère oxydant ou réducteur

- Le caractère oxydant ou réducteur est lié à l'électronégativité
- les alcalins ont une faible électronégativité: ils ont un caractère réducteur.
- Les halogènes ont une électronégativité élevée: ils ont un caractère oxydant.
- Le caractère oxydant décroît quand on descend dans la colonne des halogènes.

## VIII-Rayon atomique –Rayon ionique

### a-Nombre de charge effectif

#### Nombre de charge effectif

- Dans un atome polyélectronique, l'attraction qu'exerce le noyau (chargé  $+Ze$ ) sur un électron est diminuée par les interactions répulsives qu'exercent les électrons des couches inférieures sur l'électron étudié. On parle **d'effet d'écran**.
- Tout se passe comme si l'électron interagissait avec un noyau de charge  $+Z^*e$  avec  $Z^* < Z$ .  $Z^*$  est le **nombre de charge effectif du noyau**.
- Si on considère un électron de valence de l'atome:
  - -la charge effective ressentie par cet électron augmente avec  $Z$  (de la gauche vers la droite)
  - -la charge effective ressentie par cet électron dans une colonne varie faiblement quand  $Z$  augmente (quand on descend dans la colonne).
  - -le passage d'une ligne du tableau à la suivante se traduit par une diminution brutale de la charge effective ressentie par cet électron.

## b-Rayon atomique – Rayon ionique

### Rayon atomique

- Définition: Le rayon atomique est le rayon de l'orbitale atomique de valence d'un atome. Dans le modèle de Slater, il a pour expression
- $r = \frac{n^2}{Z^*} a_0$
- n: nombre quantique principal de la couche de valence,  $a_0$  est le rayon de l'atome de Bohr ( $a_0 = 53\text{pm}$ )
- Dans une ligne, le rayon atomique diminue quand Z augmente (de la gauche vers la droite)
- Dans une colonne, le rayon atomique augmente quand Z augmente (de haut en bas)
- Lors du passage d'une ligne du tableau périodique à la suivante, le rayon atomique augmente.

### Rayon ionique

- Le rayon d'un cation est inférieur à celui de l'atome dont il est issu.
- pour un même élément, le rayon d'un cation est d'autant plus faible que la charge du cation est élevée.
- Le rayon d'un anion est en général supérieur à celui de l'atome dont il est issu.

### 3-Je sais décrire la structure électronique d'un atome.

#### Méthode 1 : Comment établir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental ?

Déterminer le nombre d'électrons de l'atome à partir de son numéro atomique.

Placer les électrons dans les niveaux d'énergie électroniques de l'atome par ordre croissant d'énergie  
(Règle de Klechkowski)  
en plaçant au maximum deux électrons par orbitales atomique  
(Principe d'exclusion de Pauli)

Ecrire la configuration électronique résultante pour l'atome.

## **Méthode 2 : Comment prévoir les ions stables d'un élément ?**

Ecrire la configuration électronique de l'atome dans son état fondamental

Repérer le gaz noble le plus proche et écrire sa configuration électronique.

Envisager le ou les ions stable(s) de l'élément sachant qu'un atome tend à gagner ou à perdre des électrons de façon à acquérir une structure électronique plus stable, identique à celle du gaz noble le plus proche.

**Remarque : Les éléments métalliques tendent à donner des cations alors que les éléments non métalliques tendent à donner des anions**



### **Méthode 3 : Comment déterminer le nombre d'électrons non appariés d'un atome dans son état fondamental ?**

Ecrire la configuration électronique de l'atome dans son état fondamental en respectant le principe de Pauli et la règle de Klechkowski.

Appliquer la règle de Hund, qui précise que la configuration électronique la plus stable est celle dans laquelle le nombre quantique magnétique de spin total est maximal, celle où les électrons sont autant que possible non appariés.

compter alors le nombre d'électrons célibataires et en déduire le magnétisme de l'atome:  
si électrons célibataires:  
paramagnétique  
si tous les électrons appariés:  
diamagnétique.

**4-Je sais relier la configuration électronique d'un atome à la position de l'élément dans le tableau périodique.**

**Méthode 4- Comment déterminer la position d'un élément dans le tableau périodique à partir de la configuration électronique de l'atome correspondant ?**

Ecrire la configuration électronique de l'atome dans son état fondamental.

Repérer la valeur maximale du nombre quantique principal  $n$ . La valeur maximale de  $n$  permet de connaître la période dans laquelle se trouve l'élément.

La structure de valence permet de connaître la colonne dans laquelle se trouve l'élément ainsi que le bloc.

## Méthode 5-Comment déterminer la configuration électronique d'un atome à partir de la position de l'élément dans le tableau périodique?

A partir du numéro de la colonne dans laquelle se situe l'élément, déterminer le bloc auquel il appartient ainsi que sa position dans ce bloc.

Utiliser les règles de remplissage pour écrire la configuration électronique de l'atome en faisant en sorte que:

- la dernière couche en cours de remplissage corresponde au numéro de la période dans laquelle se situe l'élément.
- le nombre d'électrons dans la dernière sous-couche corresponde à la position de l'élément dans le bloc adéquat de la classification périodique.

à partir de la configuration électronique, déterminer le numéro atomique  $Z$  de l'élément puis en déduire le nom de l'élément chimique correspondant.

## 5-Je sais expliquer l'évolution d'une grandeur atomique dans le tableau périodique.

### Energie de première ionisation $EI(1)$

- L'énergie de première ionisation  $EI(1)$  augmente de gauche à droite dans une période du tableau périodique.
- L'énergie de première ionisation  $EI(1)$  augmente de bas en haut dans une colonne du tableau périodique.

### Affinité électronique

- L'affinité électronique augmente dans une période de la gauche vers la droite dans le tableau périodique.
- L'affinité électronique reste à peu près constante dans une colonne du tableau périodique.

### Electronégativité de Pauling

- L'électronégativité augmente de la gauche vers la droite dans une période du tableau périodique.
- L'électronégativité augmente du bas vers le haut dans une colonne du tableau périodique.

### Caractère oxydant dans une colonne (halogène)

- Le caractère oxydant décroît lorsque le numéro atomique  $Z$  augmente dans la colonne des halogènes.

### Nombre de charge effectif du noyau

- Dans une période, la charge effective ressentie par un électron de valence de l'atome augmente lorsque le numéro atomique augmente.
- Dans une colonne, la charge effective ressentie par un électron de valence de l'atome varie faiblement lorsque le numéro atomique augmente.
- Le passage d'une ligne du tableau à la suivante se traduit par une diminution brutale de la charge effective ressentie par un électron de valence.

### Rayon atomique

- Dans une période, le rayon atomique diminue lorsque le numéro atomique augmente.
- Dans une colonne, le rayon atomique augmente lorsque le numéro atomique augmente..
- Lors du passage d'une ligne du tableau périodique à la suivante, le rayon atomique augmente.